

الاتزان الأيونى

تنقسم المحاليل من حيث قدرتها على توصيل التيار الكهربى إلى

المحاليل

المحاليل الإلكتروليتية

قوية: تحتوى على مواد تامة التأين تسمى إلكتروليت قوى

أمثلة:

المركبات الأيونية:- (مواد صلبة متأينة تماماً)
عند إذابتها فى الماء تتأين تأين تام وتتفكك إلى أيونات سالبة وأيونات موجبة.
محاليل هذه المواد جيدة التوصيل للكهرباء.
ترتبط أيوناتها بقوى جذب إلكتروستاتيكية.

المركبات التساهمية:-
بعض المركبات التساهمية تكون تامة التأين (لا يتأثر بالتخفيف) مثل: HCl (كلوريد الهيدروجين) : يتأين تأين تام (محلول إلكتروليتى قوى)

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

أو

$$HCl + H_2O \longrightarrow [H_3O]^+ + Cl^-$$

ضعيفة: تحتوى على مواد غيرتامة التأين تسمى الإلكتروليت ضعيف

أمثلة:

المركبات التساهمية:-
البعض الآخر يكون غير تام التأين (يتأثر بالتخفيف) مثل: CH_3COOH (حمض الخليك) : يكون تأينه محدود جداً (محلول إلكتروليتى ضعيف)

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

المحاليل اللاإلكتروليتية

لا تتأين: لا تحتوى على أيونات حرة لذا لا توصل التيار الكهربى

أمثلة: حمض الهيدروكلوريك فى البنزين

التأين

هو عملية تحول جزيئات غير متأينة إلى أيونات

التأين التام: يحدث فى الإلكتروليتات القوية تتحول فيه كل الجزيئات غير المتأينة إلى أيونات.

التأين الضعيف: يحدث فى الإلكتروليتات الضعيفة تتحول فيه جزء ضئيل من الجزيئات غير المتأينة إلى أيونات.

أولاً : المحاليل الإلكتروليتية

أيون الهيدروجين فى المحاليل المائية للأحماض يرتبط بذرة الأكسجين فى جزئ الماء بسبب فى السالبية الكهربية بينهما برابطة تناسقية مكوناً أيون الهيدرونيوم (البروتون المماه) (H_3O^+)

$$H^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+$$ (أيون الهيدرونيوم) (البروتون المماه)

علل : لا يوجد أيون الهيدروجين الموجب (البروتون) منفرداً فى المحاليل المائية للأحماض

قارن بين : التأين التام والتأين الضعيف (غير التام)

تجربة : التوصيل الكهربى فى المحاليل الالكتروليتية واللاإلكتروليتية

الخطوات	الملاحظة	الإستنتاج
اختبار التوصيل الكهربى (غمس طرفى سلك متصل ببطارية ومصباح كهربى) لكل من :		
١) محلولى حمض الخليك النقى وغاز كلوريد الهيدروجين الجاف فى البنزين	لا يضئ المصباح	لا تحتوى على أيونات حرة (محلول لا إلكتروليتى) (لا يتأين)
٢) محلولى حمض الخليك النقى وغاز كلوريد الهيدروجين الجاف (الهيدروكلوريك) فى الماء (٠,١ مولر)	يضئ المصباح بشدة	المحلول حمض الهيدروكلوريك (الكتروليت قوى) (تام التأين)
	يضئ المصباح إضاءة خافتة	المحلول حمض الخليك الكتروليت ضعيف (ضعيف التأين)
٣) (عند التخفيف) محلولى حمض الخليك النقى وغاز كلوريد الهيدروجين الجاف(الهيدروكلوريك) فى الماء (٠,٠١ مولر)	لا تتأثر الإضاءة فى حالة حمض الهيدروكلوريك	محلوله لا يحتوى على جزئيات غير متأينة
	تزيد شدة الإضاءة فى حالة حمض الخليك(الاسيتك)	بعض الجزئيات غير المتأينة تتحول إلى إيونات بالتخفيف

كيف : تميز عملياً بين حمض الخليك وحمض الهيدروكلوريك ؟

ج: باختبار التوصيل الكهربي لمحلولين من الحمضين لهما نفس التركيز(٠,١ مول فى لتر من الماء)
إذا كانت أضاءة المصباح بشدة يكون حمض الهيدروكلوريك لأنه الكتروليت قوي تام التأين
إذا كانت أضاءة المصباح خافتة يكون حمض الخليك لأنه الكتروليت ضعيف غير تام التأين

علل : تتأثر أضاءة المصباح بالتخفيف فى حالة حمض الخليك ولا تتأثر فى حالة حمض الهيدروكلوريك

جـ:لأن حمض الخليك الكتروليت ضعيف غير تام التأين يزيد تأينه بالتخفيف (يزيد عدد الايونات الحرة فى المحلول) فيزيد توصيله الكهربي بينما حمض الهيدروكلويك الكتروليت قوي تام التأين جميع جزيئاته تحولت إلى ايونات فعلياً قبل التخفيف

- يوجد فى محاليل الإلكتروليتات الضعيفة باستمرار حالتان متعاكستان هما تفكك الجزيئات إلى أيونات واتحاد الأيونات لتكوين جزيئات

$$AB \rightleftharpoons A^{+} + B^{-}$$

- وتنشأ حالة اتزان بين ايونات النواتج والجزيئات غير المفككة للمتفاعلات ويسمى هذا الاتزان بالاتزان الايونى.

الاتزان الأيوني: ينشأ هذا الاتزان فى محاليل الإلكتروليتات الضعيفة بين جزيئاتها والايونات الناتجة ويثبت فيه تركيز الايونات والجزيئات.

- ويحدث الاتزان الأيونى فى محاليل الإلكتروليتات الضعيفة فقط (علل)
لأن الإلكتروليتات القوية لا تحتوى محاليلها على جزيئات فهى تامة التأين

- تمكن العالم استفالد من إيجاد علاقة بين درجة التفكك(التأين) الفا (α) و التركيز (C) مول/لتر





قانون استفالد

استنتاج قانون استفالد:

نفرض أن (HA) حمض ضعيف أحادى البروتون وعند ذوبانه فى الماء يتفكك حسب المعادلة:

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

$$(1-\alpha) \qquad\qquad \alpha \qquad \alpha$$

حيث α عدد المولات المفككة . وإذا كان الحجم باللتر = V

فإن التركيز = $\dfrac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}}$

$$\left[\frac{1-\alpha}{V}\right] \rightleftharpoons \left[\frac{\alpha}{V}\right] + \left[\frac{\alpha}{V}\right]$$

ويكون ثابت الاتزان K_a = $\dfrac{\text{تركيز النواتج}}{\text{تركيز المتفاعلات}}$

$$K_a = \frac{\left[\frac{\alpha}{V}\right]\left[\frac{\alpha}{V}\right]}{\left[\frac{1-\alpha}{V}\right]}$$

درجة التفكك = $\dfrac{\text{عدد المولات المتفككة}}{\text{عدد المولات الكلية}}$

$$K_a = \frac{\alpha^2}{[1-\alpha]V}$$

فى حالة الإلكتروليت الضعيف تكون قيمة (α) صغيرة جداً حيث يعتبر $(1-\alpha) = 1$

$$\therefore K_a = \frac{\alpha^2}{V}$$

وعند أخذ ١ مول من الحمض يكون تركيز الحمض $C = \dfrac{\text{١ مول}}{V}$ وتصبح العلاقة

$$K_a = \alpha^2 \times C$$

أى أن التركيز يتناسب عكسياً مع درجة التفكك. [التخفيف يتناسب طردياً مع درجة التفكك(التأين)]

قانون استفالد: تتناسب درجة التفكك(التأين) المحاليل الالكتروليتية الضعيفة عكسياً مع التركيز

مثال

احسب درجة التفكك لمحلول ٠,١ مولارى من حمض الهيدروسيانيك (HCN) عند ٢٥ ْم علماً بأن ثابت الاتزان للحمض K_a = ٧,٢×١٠^-١٠

الحل

$$HCN + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CN^-$$

$$\therefore K_a = \alpha^2 \times C$$

٧,٢ × ١٠^-١٠ = α^2 × ٠,١

∴ α^2 = $\dfrac{\text{٧,٢ × ١٠}^{-10}}{\text{٠,١}}$ ∴ α^2 = ٧٢ × ١٠^-١٠ ∴ α = $\sqrt{\text{٧٢ × ١٠}^{-10}}$

درجة التفكك α = ٨,٥ × ١٠^-٥



١ حساب تركيز أيون الهيدرونيوم فى الأحماض الضعيفة

تفكك حمض الخليك (الأسيتك) تركيزه (C)

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$

فإن ثابت التفكك لهذا التفاعل $Ka = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$

من المعادلة السابقة فإن ما ينتج من أيونات الهيدرونيوم يساوى ما ينتج من أيونات الخلات (الاسيتات)

$\therefore [H_3O^+] = [CH_3COO^-]$

$\therefore$ قيمة ثابت الاتزان $K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[CH_3COOH]}$

نظراً لأن الحمض ضعيف فإن ما يتفكك منه مقدار ضئيل (α) يمكن إهماله.

فإن تركيز حمض الخليك عند الاتزان (C – α) = تركيز الحمض الأصلى (C)

$\therefore$ ثابت الاتزان $K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C}$

$\therefore$ تركيز أيون الهيدرونيوم = $[H_3O^+] = \sqrt{C \times K_a}$

سؤال : استنتج العلاقة $[H_3O^+] = \sqrt{Ka \times Ca}$

٢ حساب تركيز أيون الهيدرونيوم فى الأحماض القوية

الحمض القوى تام التأين (مثل حمض الهيدروكلوريك ، حمض الكبريتيك)

$\therefore$ تركيز أيون الهيدروجين = تركيز الحمض × قاعدية الحمض

فى حالة حمض الهيدروكلوريك $[HCl] = [H^+] = [H_3O^+]$

فى حالة حمض الكبريتيك $2 \times [H_2SO_4] = [H^+] = [H_3O^+]$

مثال

احسب تركيز أيون الهيدروجين فى محلول ٠,١ مولارى حمض خليك عند درجة ٢٥ °م علماً بأن ثابت الاتزان لهذا الحمض يساوى ١,٨ × ١٠$^{-٥}$

الحل

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C}$$

$\therefore$ تركيز أيون الهيدرونيوم = $[H_3O^+] = \sqrt{C \times K_a}$

$\therefore$ تركيز أيون الهيدرونيوم = $\sqrt{١,٨ \times ١٠^{-٥} \times ٠,١}$ = ١,٣٤٢ × ١٠$^{-٣}$ مولارى

هام

$K_a = \alpha^2 \times Ca$ $\quad$ $K_a = \frac{[H^+]^2}{Ca} \Rightarrow [H^+] = \alpha \times Ca$

مثال

300 مل من محلول مذاب به ٦ جرام من حمض النيتروز $[HNO_2]$ احسب ثابت تاين الحمض إذا كانت درجة تفكك المحلول ٠,٠٣ واحسب تركيز ايون الهيدروجين فى المحلول

[H=1 , N=14 , O=16]

أولاً : نحسب عدد مولات الحمض = كتلة المادة ÷ الكتلة المولية = ٦ ÷ ٤٧ = ٠,١٢٨ مول

ثانياً : نحسب تركيز الحمض (Ca) التركيز = عدد المولات ÷ الحجم باللتر = ٠,١٢٨ ÷ ٠,٣ = ٠,٤٣ مولر

ثالثاً : نحسب ثابت تأين الحمض (Ka) = $\alpha^2 \times Ca$ = (٠,٠٣)^٢ × ٠,٤٣ = ٣,٨٧ × ١٠^-٤

رابعاً : نحسب تركيز أيون الهيدروجين $[H^+] = \sqrt{Ka \times Ca}$ = √(٠,٤٣ × ٣,٨٧ × ١٠^-٤) = ١,٢٩ × ١٠^-٢ مولر

مثال

احسب تركيز ايون الهيدرونيوم فى محلول لحمض الهيدروكلوريك ٢٥٠ سم^٣ (ملليلتر) منه يحتوى على ربع مول من الحمض .

أولاً : نحسب تركيز الحمض (Ca) التركيز = عدد المولات ÷ الحجم باللتر = ٠,٢٥ ÷ ٠,٢٥ = ١ مولر

∵ حمض الهيدروكلوريك حمض قوى تام التأين ∴ تركيز الحمض = $[H_3O^+]$ = ١ مولر

سؤال : إذا كان لك لديك قيم ثابت التأين الآتية لبعض الأحماض هي :

حمض الكبريتوز (١,٧×١٠^-٢) ، حمض الأسيتيك (١,٨×١٠^-٥) ، حمض الكربونيك (٤,٤×١٠^-٧)

رتب الأحماض تصاعدياً حسب قوتها مع ذكر السبب . (قوة الحمض تتناسب طرديًّ مع ثابت التأين)

٣ حساب تركيز أيون الهيدروكسيد فى القواعد الضعيفة

ذوبان النشادر فى الماء:

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

قيمة ثابت الاتزان $K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$

من المعادلة السابقة أيونات الهيدروكسيل تساوى أيونات الأمونيوم. $[NH_4^+] = [OH^-]$

$$\therefore K_b = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]}$$

∵ ثابت تفكك النشادر صغير فإن جزء قليل جداً منه يتفكك

ولذلك فإن تركيز الأمونيا بعد التفكك = تركيز الأمونيا الأصلية

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b}$$

∴ تركيز أيون الهيدروكسيل = $[OH^-] = \sqrt{C_b \times K_b}$

سؤال : استنتج العلاقة $[OH^-] = \sqrt{K_b \times C_b}$

هاااام

$[OH^-] = \alpha \times C_b$ ⟸ $K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b}$ $K_b = \alpha^2 \times C_b$

الكيمياء

للثانوية العامة

الباب الثالث

الاتزان الكيميائى



٤ حساب تركيز أيون الهيدروكسيد فى القواعد القوية

القاعدة القوية تام التأين(مثل هيدروكسيد الصوديوم ، هيدروكسيد الكالسيوم)

∴ تركيز أيون الهيدروكسيد = تركيز القاعدة × حامضية القاعدة

فى حالة هيدروكسيد الصوديوم $[NaOH] = [OH^-]$

فى حالة هيدروكسيد الكالسيوم $2 \times [Ca(OH)_2] = [OH^-]$

مثال

احسب تركيز ايون الهيدروكسيد فى محلول لهيدروكسيد الصوديوم ٢٠٠ سم³ (ملليلتر) منه مذاب به ١٠ جرام من الصودا الكاوية $[H=1 \ , \ Na=23 \ , \ O=16]$

أولاً : نحسب عدد مولات القاعدة = كتلة المادة ÷ الكتلة المولية = ١٠ ÷ ٤٠ = ٠,٢٥ مول

ثانياً : نحسب تركيز القاعدة (C_b) التركيز = عدد المولات ÷ الحجم باللتر = ٠,٢٥ ÷ ٠,٢ = ١,٢٥ مولر

NaOH قاعدة قوية احادية الهيدروكسيل ∴ تركيز القاعدة = تركيز ايون الهيدروكسيد

∴ $[OH^-]$ = ١,٢٥ مولر

مثال

فى التفاعل المتزن التالى :

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$

وضح مع التفسير كيف تؤثر التغيرات التالية على تركيز أيون الاسيتات .

(١) إضافة كمية من الماء إلى المخلوط.

ج: تبعاً لقاعدة لوشاتليه ينشط التفاعل فى الاتجاه الطردى لأن حسب قانون فعل الكتلة تتناسب سرعة التفاعل الكيميائى طردياً مع تركيز المتفاعلات ويزيد تركيز أيون الاسيتات

(٢) إضافة قطرات من حمض الهيدروكلوريك

يزيد تركيز أيون الهيدرونيوم وتبعاً لقاعدة لوشاتليه ينشط التفاعل فى الاتجاه العكسى ويقل تركيز أيون الاسيتات

(٣) إضافة قطرات من هيدروكسيد الصوديوم .

يقل تركيز أيون الهيدرونيوم وتبعاً لقاعدة لوشاتليه ينشط التفاعل فى الاتجاه الطردى ويزيد تركيز أيون الاسيتات

مثال

فى التفاعل الاتى :

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

وضح كيف تؤثر التغيرات التالية على تركيز ايون الامونيوم :

(١) إضافة قطرات من حمض الهيدروكلوريك.

يقل تركيز أيون الهيدروكسيد وتبعاً لقاعدة لوشاتليه ينشط التفاعل فى الاتجاه الطردى ويزيد تركيز أيون الامونيوم

(٢) إضافة قطرات من محلول هيدروكسيد الصوديوم.

يزيد تركيز أيون الهيدروكسيد وتبعاً لقاعدة لوشاتليه ينشط التفاعل فى الاتجاه العكسي ويقل تركيز أيون الامونيوم



ثانياً: تأين الـماء

- الماء النقى إلكتروليت ضعيف يوصل التيار الكهربى توصيلاً ضعيفاً
- ويعبر عن تأينه بالاتزان التالى:

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

للتبسيط

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

ويعبر عن ثابت الاتزان K_C كما يلى:-

$$K_C = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 10^{-14}$$

- تأين الماء مقدار لا يذكر ويتضح ذلك من قيمة ثابت الاتزان
- تركيز الماء الغير متأين مقدار ثابت ولذلك يهمل تركيز الماء الغير متأين والـذى يعتـبر ثابت فـى ثابت الاتـزان ولذلك يمكن كتابة العلاقة السابقة على النحو التالى:

$$K_W = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

- وحيث أن الماء متعادل التأثير على عباد الشمس

∴ تركيز أيون الهيدروجين = تركيز أيون الهيدروكسيل

$$\therefore K_W = [10^{-7}][10^{-7}] = 10^{-14}$$

الحاصل الأيوني للماء (K_W): هو حاصل ضرب تركيز أيون الهيدروجين وأيون الهيدروكسيل ويساوى 10^{-14}

- إذا زاد تركيز أيون الهيدروجين قل تركيز أيون الهيدروكسيل بنفس المقدار. (تناسب عكسي)

الأس (الرقم الهيدروجينى) (pH): هو أسلوب للتعبير عن تركيز أيون الهيدروجين في المحاليل المائية

$$\because K_W = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

وبأخذ اللوغاريتم السالب للطرفين

$$-\text{Log } K_W = -\text{Log }[H^+][OH^-] = -\text{Log } 10^{-14}$$

$$-\text{Log } K_W = (-\text{Log }[H^+]) + (-\text{Log }[OH^-]) = -\text{Log } 10^{-14}$$

$$p = (-\text{Log })$$

$$\therefore pH = -\text{Log }[H_3O^+] \quad , \quad \text{وبالمثل} \quad pOH = -\text{Log }[OH^-]$$

PH: هو اللوغاريتم السالب (للأساس ١٠) لتركيز أيون الهيدروجين

$$\therefore pK_W = pH + pOH = 14$$

$[OH^-] = 10^{-POH}$	تزداد القاعدية	متعادل	تزداد الحامضية	$[H_3O^+] = 10^{-PH}$
	$pH > 7$		$pH < 7$	

صفر — حمض — ٧ — قلوى — ١٤

$$pK_W = pH + pOH = 14$$

$$pH = pK_W - pOH = -\text{Log}K_W - pOH = 14 - pOH = pK_W + \text{Log}[OH^-]$$

$$pOH = pK_W - pH = -\text{Log}K_W - pH = 14 - pH = pK_W + \text{Log}[H_3O^+]$$

مثال

احسب قيمة PH لمحلول تركيزه ٠,١ مول / لتر من حمض الاسيتيك علما بأن K_a = ١,٨ × ١٠^-٥

أولاً: نحسب تركيز أيون الهيدرونيوم $[H_3O^+] = \sqrt{Ka \times Ca} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1} = 1.34 \times 10^{-3}$

ثانياً : نحسب قيمة PH $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1.34 \times 10^{-3}) = 2.87$

مثال

احسب PH لمحلول تركيزه (٠,٥ مولر) من محلول النشادر إذا كان $K_b = 3.6 \times 10^{-4}$

أولاً : المحلول قاعدى نحسب تركيز أيون الهيدروكسيد أولاً

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \times C_b} = \sqrt{3.6 \times 10^{-4} \times 0.5} = 1.34 \times 10^{-2}$$

ثانياً : نحسب قيمة POH $pOH = -\log[OH^-] = -\log(0.4242 \times 10^{-2}) = 1.87$

ثالثاً : نحسب قيمة PH $pH = 14 - pOH = 14 - 1.87 = 12.13$

مثال

محلول حمض خليك حجمه ٢٥٠ ملليلتر يحتوى على ٠,٠٠٥ مول من الحمض و ثابت الاتزان لهذا الحمض = ١,٨ × ١٠^-٥ . احسب قيمة POH لهذا المحلول

أولاً : نحسب تركيز الحمض (Ca) التركيز = عدد المولات ÷ الحجم باللتر = ٠,٠٠٥ ÷ ٠,٢٥ = ٠,٠٢ مولر

ثانياً : نحسب تركيز أيون الهيدرونيوم

$$[H_3O^+] = \sqrt{Ka \times Ca} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.02} = 6 \times 10^{-4}$$

ثالثاً : نحسب قيمة PH $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(6 \times 10^{-4}) = 3.22$

رابعاً : نحسب قيمة POH $pOH = 14 - pH = 14 - 3.22 = 10.78$

مثال

المعادلة التالية توضح تآين قاعدة ضعيفة وهى هيدروكسيد الامونيوم تركيزها C = 0.1 مولارى:-

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

إذا كان ثابت تأين القاعدة = ١,٦ × ١٠^-٥

١ـ احسب درجة تأين القاعدة

٢ـ احسب تركيز ايون الهيدروكسيل فى المحلول القلوي

٣ـ احسب الرقم الهيدروكسيلى POH .

٤ـ احسب الرقم الهيدروجينى PH للمحلول

① : حساب درجة تأين القاعدة

$$\alpha^2 = \frac{K_b}{C_b} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_b}} \quad \alpha = \sqrt{\frac{1.6 \times 10^{-5}}{0.1}} \quad \alpha = 0.013$$

② : حساب تركيز أيون الهيدروكسيد $[OH^-] = \sqrt{K_b \times C_b} = \sqrt{1.6 \times 10^{-5} \times 0.1} = 0.0013$

③ : نحسب قيمة POH $pOH = -\log[OH^-] = -\log(0.0013) = 2.89$

④ : نحسب قيمة PH $pH = 14 - pOH = 14 - 2.89 = 11.11$



ثالثاً: التميؤ

التميؤ: هو تفاعل الملح مع الماء ليعطي الحمض + القلوى
أو تبادل أيونات الملح والماء وتكون حمض وقلوى أحدهما أو كلاهما ضعيف

ويلاحظ: التميؤ عكس التعادل

$$NaOH + HCl \underset{\text{تميؤ}}{\overset{\text{تعادل}}{\rightleftharpoons}} NaCl + H_2O$$

والتحلل المائى للمركبات يجعل الوسط أما حمضى أو متعادل أو قلوى ويتوقف ذلك على نوع الحمض والقلوى:

الحمض	القلوى	الوسط	pH	التأثير على عباد الشمس
قوى	قوى	متعادل	٧	لا يؤثر
ضعيف	ضعيف	متعادل	٧	لا يؤثر
قوى	ضعيف	حمض	أقل من ٧	يحمر عباد الشمس
ضعيف	قوى	قاعدى (قلوى)	أكبر من ٧	يزرق عباد الشمس

أمثلة للتحلل المائي (التميؤ):

[١] تميؤ كلوريد الصوديوم (ملح مشتق من حمض قوى وقاعدة قوية):

علل: محلول كلوريد الصوديوم متعادل التأثير على عباد الشمس

$H_2O \rightleftharpoons OH^- + H^+$

$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

$NaCl_{(S)} + H_2O_{(\ell)}$ ==== $Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} + H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

ويلاحظ من التفاعل ما يأتى:

- لا يتكون حمض الهيدروكلوريك لأنه إلكتروليت قوى تام التأين وتظل (H^+) فى الماء
- لا يتكون هيدروكسيد صوديوم لأنه إلكتروليت قوى تام التأين وتظل (OH^-) فى الماء
- إذن يصبح المحلول متعادل لأن تركيز (H^+) = تركيز (OH^-) $pH = 7$

[٢] تميؤ اسيتات الأمونيوم (ملح مشتق من حمض ضعيف وقلوى ضعيف)

علل: محلول أسيتات الأمونيوم متعادل التأثير على عباد الشمس

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

$CH_3COONH_4 \rightarrow CH_3COO^- + NH_4^+$

$CH_3COONH_{4(S)} + H_2O_{(\ell)}$ ==== $CH_3COOH_{(aq)} + NH_4OH_{(aq)}$

ويلاحظ من التفاعل ما يأتى:

- يتكون حمض الأسيتيك وهو إلكتروليت ضعيف التأين.
- يتكون هيدروكسيد الأمونيوم وهو إلكتروليت ضعيف التأين.
- إذا يصبح المحلول متعادل التركيز لأن تركيز (H^+) = تركيز (OH^-) $pH = 7$



[٣] تميؤ كلوريد الأمونيوم (ملح مشتق من حمض قوى مع قاعدة ضعيفة)

علل : محلول كلوريد الأمونيوم حامضى التأثير على عباد الشمس ($7 > PH$)

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$
$$NH_4Cl \longrightarrow Cl^- + NH_4^+$$

$$NH_4Cl_{(S)} + H_2O_{(\ell)} ==== H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + NH_4OH_{(aq)}$$

ويلاحظ من التفاعل ما يأتى:

- لا يتكون حمض الهيدروكلوريك لأنه إلكتروليت قوى تام التأين وتظل (H^+) فى الماء.
- أيونات (OH^-) تتحد مع أيونات الأمونيوم وتتكون جزيئات هيدروكسيد الأمونيوم ضعيفة التأين وبذلك تنقص أيونات (OH^-) من المحلول فيختل الإتزان.
- وتبعاً لقاعدة لوشاتلييه ولكى يعود الاتزان إلى حالته الأصلية تتأين جزيئات أخرى من الماء حتى تعوض النقص فى أيونات (OH^-) فيزداد تراكم أيونات (H^+) فى المحلول.
- إذا يصبح المحلول حمضياً لأن تركيز (H^+) أكبر من تركيز (OH^-) ويكون $pH<7$

[٤] تميؤ كربونات الصوديوم (ملح مشتق من حمض ضعيف وقاعدة قوية)

علل : محلول كربونات الصوديوم قاعدى التأثير على عباد الشمس ($7 < PH$)

$$2H_2O \rightleftharpoons 2H^+ + 2OH^-$$
$$Na_2CO_3 \longrightarrow CO_3^{2-} + 2Na^+$$

$$Na_2CO_{3(S)} + 2H_2O_{(\ell)} ==== H_2CO_{3(aq)} + 2Na^+_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

ويلاحظ من التفاعل ما يأتى:

- لا يتكون هيدروكسيد صوديوم لأنه إلكتروليت قوى تام التأين وتظل أيونات (OH^-) فى الماء.
- أيونات (H^+) تتحد مع أيونات الكربونات ويتكون حمض الكربونيك ضعيف التأين وبذلك تنقص أيونات (H^+) من المحلول فيختل الاتزان.
- وتبعاً لقاعدة لوشاتلييه ولكى يعود الاتزان إلى حالته الأولى تتأين جزيئات أخرى من الماء حتى تعوض النقص فى أيونات (H^+) فيزداد تركم أيونات (OH^-) فى المحلول.
- إذن يصبح المحلول قلوياً لأن تركيز أيونات (OH^-) أكبر من تركيزات أيونات (H^+) وبذلك يكون $pH>7$

أمثلة للاحماض القوية والقواعد القوية

الاحماض القوية		القواعد القوية	
حمض الكبريتيك	H_2SO_4	هيدروكسيد الصوديوم	$NaOH$
حمض الهيدروكلوريك	HCl	هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH
حمض النيتريك	HNO_3	هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2$

س حدد أى المحاليل الآتية حامضى إيها قاعدى إيها متعادل

- حامضى: NH_4Cl
- قاعدى: Na_2CO_3
- متعادل: KNO_3

ترتيب المحاليل تصاعدياً حسب قيمة الـ PH

حمض قوى < حمض ضعيف < متعادل < قاعدة ضعيفة < قاعدة قوية

أو محلول حامضى < محلول متعادل < محلول قاعدى

سؤال : رتب المركبات التالية تبعاً لقيمة (PH) لمحاليلها المائية : $NaCl - CH_3COONa - NH_4Cl$



رابعاً: حاصل الإذابة

حاصل الإذابة (K_{sp}): هو حاصل ضرب تركيز أيونات أي مركب أيونى شحيح الذوبان مرفوع لأس يساوى عدد مولات الأيونات مقدرة بالمول/لتر والتى توجد فى حالة اتزان مع محلولها المشبع

المحلول المشبع: محلول تكون فيه المادة المذابة فى حالة اتزان ديناميكى مع المادة غير المذابة

الذوبانية: كتلة المادة التى تذوب فى ١٠٠ جرام من المذيب

ما المقصود : إن ذوبانية ملح نترات البوتاسيوم فى الماء = 31.6g/100g عند درجة ٢٠ ^{o}م

* يعنى هذا أن : كتلة نترات البوتاسيوم التى تذوب فى ١٠٠ جرام من الماء عند درجة ٢٠ ^{o}م = ٣١,٦ جم

درجة الذوبان: تركيز المحلول المشبع من الملح شحيح الذوبان فى الماء عند درجة حرارة معينة

خطوات حل مسائل حاصل الإذابة

- ✓ نكتب معادلة تأين الملح شحيح الذوبان فى الماء .
- ✓ نكتب معادلة حاصل الإذابة K_{sp} .
- ✓ التعويض فى معادلة حاصل الإذابة حسب المسألة و لها خمس حالات :

أولاً : يعطى تركيز الأيونين نعوض تعويضاً مباشراً فى القانون .

ثانياً : يعطى تركيز أحد الأيونين فقط و نعين قيمة الثانى من خلال العلاقة بينهما فى المعادلة .

ثالثاً : إذا أعطى فى المسألة درجة الإذابة فنقوم حساب تركيز كل أيون كالأتى :

- ☒ تركيز الأيون الأول = عدد مولات أيوناته فى المعادلة × درجة الذوبان .
- ☒ تركيز الأيون الثانى = عدد مولات أيوناته فى المعادلة × درجة الذوبان .
- ☒ ثم نعوض عن تركيز الأيونين فى معادلة حاصل الإذابة .

رابعاً : يعطى تركيز المحلول المشبع هو نفسه درجة الإذابة

خامساً : يعطى أقصى كتلة يمكن إذابتها فى حجم معين نحسب عدد المولات من الكتلة ثم التركيز من عدد المولات والحجم ويكون هو تركيز المحلول المشبع أى درجة الإذابة

$$PbBr_2 \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2Br^-$$

ثابت الاتزان

$$K_C = \frac{[Pb^{2+}][Br^-]^2}{[PbBr_2]}$$

وحيث أن تركيز $PbBr_2$ الصلب يظل ثابتاً تقريباً فإن:

$$K_{sp} = [Pb^{2+}]\,[Br^-]^2$$ (حاصل الإذابة)

ملحوظة هامة

عند إضافة أى من أيونات الملح الشحيح الذوبان إلى محلول مشبع منه يؤدى هذا إلى تعكر المحلول لأن التفاعل ينشط فى الاتجاه العكسى مكوناً المزيد من الملح

مثال : إضافة محلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) إلى محلول مشبع من كلوريد الفضة ($AgCl$) مما يزيد من تركيز أيون الكلوريد (Cl^-) فينشط التفاعل فى الاتجاه العكسى وتزيد كمية الملح ($AgCl$)



مثال

إذا كانت درجة ذوبان كلوريد الفضة AgCl هى ١٠^-٥ مول/لتر احسب قيمة حاصل الإذابة.

$$AgCl_{(S)} \rightleftharpoons Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

$$K_{Sp} = [Ag^{+}][Cl^{-}]$$

$$K_{Sp} = 10^{-5} \times 10^{-5} = 10^{-10}\ mol/l$$

مثال

احسب حاصل الأذابة K_{SP} لملح كرومات الفضة $Ag_2Cr_2O_7$ تبعاً للمعادلة :

$$Ag_2Cr_2O_{7\,(S)} \rightleftharpoons 2\,Ag^{+}_{(aq)} + Cr_2O_7^{-}{}_{(aq)}$$

علماً بأن : درجة ذوبان الملح ٦,٥ x ١٠^-٥ مول / لتر .

حيث M درجة ذوبان الملح

$$K_{SP} = (2\,M)^2 \cdot (M)$$

$$K_{SP} = (2 \times 6.5 \times 10^{-5})^2 \cdot (6.5 \times 10^{-5}) = 1.098 \times 10^{-12}$$

مثال

إحسب قيمة حاصل الإذابة لـ كبريتات الباريوم $BaSO_4$ إذا كان تركيز أيونات الباريوم Ba^{+2} هى ١,٠٤ × ١٠^-٥ مول/ لتر

$$BaSO_{4\,(S)} \rightleftharpoons Ba^{+2}_{(aq)} + SO_4^{-2}{}_{(aq)}$$

$$K_{sp} = [Ba^{+2}] \cdot [SO_4^{-2}]$$

ملحوظة : من المعادلة يتضح أن إيون واحد من SO_4^{-2} يقابل أيون واحد من Ba^{+2} فيكون تركيزهما متساوى

ـ أى أن : $[SO_4^{-2}] = [Ba^{+2}]$

K_{sp} = [١,٠٤ × ١٠^-٥] × [١,٠٤ × ١٠^-٥] = ١,٠٨١٦ × ١٠^-١٠

مثال

إحسب قيمة حاصل الإذابة لـ هيدروكسيد الالومنيوم $Al(OH)_3$ إذا كانت درجة ذوبانه ١٠^-٦ مول / لتر

$$Al(OH)_{3\,(S)} \rightleftharpoons Al^{+3}_{(aq)} + 3\,OH^{-}_{(aq)}$$

$$K_{sp} = [Al^{+3}] \cdot [OH^{-}]^3$$

ملحوظة : من المعادلة يتضح أن ذوبان مول واحد من هيدروكسيد الالومنيوم يكون ١ مول من ايونات Al^{+3} وثلاثة مول من OH^{-}

☒ تركيز الأيون = عدد أيوناته فى المعادلة × درجة الذوبان للملح .

K_{sp} = [١٠^-٦] × [٣ × ١٠^-٦]^٣ = ٢٧ × ١٠^-٢٤

سؤال : احسب درجة الذوبان لملح كلوريد الفضة شحيح الذوبان فى الماء إذا علمت أن أقصى كتلة يمكن إذابتها فى ٢ لتر من الماء = ٤,٥٩٢ × ١٠^-٣ جرام [Ag =108 , Cl = 35.5]

(اجب بنفسك)

الجواب : ١,٦ × ١٠^-٥

متى يتكون الراسب

- **يتكون الراسب فى المحلول إذا كان :**
  - حاصل ضرب تركيزات أيونات الملح فى المحلول > K_{sp} (ويكون محلول فوق المشبع)
- **لا يتكون الراسب فى المحلول إذا كان :**
  - حاصل ضرب تركيزات أيونات الملح فى المحلول = K_{sp} (ويكون المحلول مشبع)
  - حاصل ضرب تركيزات أيونات الملح فى المحلول < K_{sp} (ويكون المحلول غير مشبع)